QUÍMICA

CICLO REPASO UNI

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

Temas:

- Soluciones
- Equilibrio químico
- Ácidos y bases

CICLO REPASO UNI

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

I. SOLUCIONES

Son **mezclas homogéneas** de dos o más sustancias donde el tamaño de las partículas es menor que 1 nm; sus componentes se denominan **soluto** (menor cantidad) y **solvente** (mayor cantidad).

Solubilidad ($S_{sto}^{t(°C)}$)

Es la máxima cantidad de soluto que se disuelve en 100 g de agua a una cierta temperatura generando una solución saturada.

Experimentalmente se ha determinado que en 100 g de agua a 25 °C se disuelve como máximo 34 g de KCl.

$$S_{KCl}^{25°C} = \frac{34\ \text{g}}{100\ \text{g}\ H_2O}$$

1.1 UNIDADES FÍSICAS DE CONCENTRACIÓN

1.1.1 Porcentaje en masa ($\%m_{sto}$)

Indica la masa del soluto disuelto en 100 g de solución.

$$\%\boldsymbol{m_{sto}} = \frac{\boldsymbol{m_{sto}}}{\boldsymbol{m_{sol}}}\boldsymbol{x100}\ \%$$

$$m_{sol} = m_{sto} + m_{ste}$$

1.1.2 Porcentaje en volumen ($\%V_{sto}$)

Indica el volumen del soluto disuelto en 100 mL de solución.

$$\%\boldsymbol{V_{sto}} = \frac{\boldsymbol{V_{sto}}}{\boldsymbol{V_{sol}}}\boldsymbol{x100}\ \%$$

$V_{sol} = V_{sto} + V_{ste}$ (en mezcla de líquidos)

1.1.3 Porcentaje en masa-volumen ($\%\frac{m}{V}$))

Indica la masa del soluto disuelto en 100 mL de solución.

$$\%\frac{\boldsymbol{m}}{\boldsymbol{V}} = \frac{\boldsymbol{m_{sto}}}{\boldsymbol{V_{sol}}}\boldsymbol{x100}\ \%$$

La concentración es independiente de la masa o volumen analizada de la solución.

1.2 UNIDADES QUÍMICAS DE CONCENTRACIÓN

1.2.1 Molaridad (M)

Indica el número de moles de soluto disuelto en un litro de solución.

$$M = \frac{n_{sto}}{V_{sol}} \left(\frac{mol}{L}\right)$$

$$M = \frac{10 x D_{sol} x \%m_{sto}}{\bar{M}_{sto}}$$

1.2.2 Normalidad (N)

Indica el número de Eq-g de soluto disuelto en un litro de solución.

$$N = \frac{\#\ Eq - g_{(sto)}}{V_{sol}} \left(\frac{Eq-g}{L}\right)$$

$$N = \theta_{sto} M$$

HCl (θ_{sto}=1) **H**$_2$SO$_4$ (θ_{sto}=2) Ca**(OH)**$_2$ (θ_{sto}= 2)

1.2.3 Molalidad (*m*)

Indica el número de moles de soluto disuelto en un kilogramo de solvente.

$$m = \frac{n_{sto}}{m_{ste}} \left(\frac{mol}{kg}\right)$$

1.3 OPERACIONES CON SOLUCIONES

1.3.1 Dilución

Consiste en adicionar más solvente a una solución para disminuir su concentración.

$$n_{sto(1)} = n_{sto(2)} \Rightarrow M_1 V_1 = M_2 V_2$$

1.3.2 Mezcla de soluciones

Consiste en mezclar dos soluciones de diferentes concentraciones para obtener una nueva solución de concentración intermedia.

$$n_{sto(1)} + n_{sto(2)} = n_{sto(3)} \Rightarrow M_1 V_1 + M_2 V_2 = M_3 V_3$$

1.3.3 Neutralización

Es la reacción química que se produce entre un ácido (A) y una base (B).

$$\#\ Eq - g_{(A)} = \#\ Eq - g_{(B)} \Rightarrow N_A V_A = N_B V_B$$

II. EQUILIBRIO QUÍMICO

Es el estado más estable que una reacción química reversible alcanza a ciertas condiciones de P y T en donde la velocidad directa e inversa son iguales y por ello la concentración de las sustancias permanecen constantes en el tiempo.

2.1 CONSTANTE DE EQUILIBRIO (K_{eq})

Es característico de cada reacción reversible en equilibrio y su valor varía al modificar la temperatura.

$$aA_{(g)} + bB_{(g)} \rightleftharpoons cC_{(g)} + dD_{(g)}$$

$$K_c = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b} \qquad K_p = \frac{(P_C)^c(P_D)^d}{(P_A)^a(P_B)^b}$$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} \qquad \Delta n_{gas} = (c+d) - (a+b)$$

2.2 EQUILIBRIO HOMOGÉNEO

Los reactivos y productos forman una mezcla homogénea.

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$$

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} \qquad K_p = \frac{(P_{HI})^2}{P_{H2}\ P_{I2}}$$

2.3 EQUILIBRIO HETEROGÉNEO

Los reactivos y productos forman una mezcla heterogénea.

$$2C_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)}$$

$$K_c = \frac{[CO]^2}{[O_2]} \qquad K_p = \frac{(P_{CO})^2}{P_{O2}}$$

2.4 PRINCIPIO DE LE CHATELIER

Cuando una reacción en equilibrio es perturbado por agentes externos, la reacción se desplaza en la dirección de contrarrestar dicha perturbación.

- Al adicionar un reactivo o al retirar un producto, la reacción se desplaza hacia la derecha (⟶).
- Al aumentar la presión (reducir volumen), la reacción se desplaza donde hay menos moles de gas.
- Al aumentar la temperatura, la reacción se desplaza en el sentido endotérmico.

III. ÁCIDOS Y BASES

3.1 TEORÍA DE SVANTE ARRHENIUS

ÁCIDO	BASE
En medio acuoso se disocia liberando protones, H^{1+}.	En medio acuoso se disocia liberando iones hidróxido, OH^{1-}.
HCl, H_2SO_4, CH_3COOH	NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$

$$HBr_{(ac)} \rightarrow H^{1+}_{(ac)} + Br^{1-}_{(ac)} \qquad KOH_{(ac)} \rightarrow OH^{1-}_{(ac)} + K^{1+}_{(ac)}$$

Limitaciones:

- Solo es válido cuando el solvente es el agua
- No explica las propiedades básicas del NH_3

3.2 TEORÍA DE BRÖNSTED – LOWRY

ÁCIDO	BASE
Dona un protón, H^{1+}.	Acepta un protón H^{1+}.

$$H_2O_{(l)} + NH_{3(ac)} \leftrightarrows NH^{+}_{4(ac)} + OH^{-}_{(ac)}$$

par conjugado

par conjugado

Limitación:

- No explica la acidez del CO_2

3.3 TEORÍA DE G . LEWIS

ÁCIDO	BASE
Recibe un par de electrones. $H^{1+}, Fe^{2+}, SO_3, BF_3$	Dona un par de electrones. $OH^{1-}, F^{1-}, NH_3, CH_2 = CH_2$

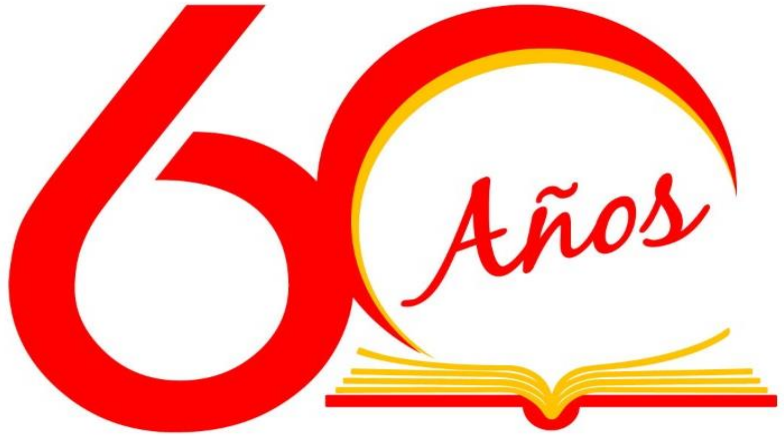
En la reacción de neutralización, el ácido y la base se unen mediante el enlace coordinado o dativo.

$$Ag^{+}(ac) + 2NH_3(ac) \rightleftharpoons Ag(NH_3)^{+}_{2}(ac)$$

Ácido Base Aducto

ELECTROLITOS FUERTES

ÁCIDOS FUERTES	BASES FUERTES
$HClO_4, HI, HBr, HCl, H_2SO_4, HNO_3$	LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, $Ca(OH)_2, Sr(OH)_2, Ba(OH)_2$



¡Gracias!